2020

خلاصة قوانين الكيمياء

الفصول الخمسة الاولى

السادس العلمي
الاحيائي

إعداد الاستاذ
جمال الاسدي

إعداد الاستاذ : جمال الاسدي

خلاصة علم الثرموداينمك

حسابات السعة الحرارية والحرارة النوعية

1. $C = \delta \times m$

حيث C سعة حرارية J/C° والحرارة النوعية J/g.C° ، يستخدم هذا القانون عند توفر الحرارة النوعية ويطلب السعة الحرارية او بالعكس .

2. $q = \delta \times m \times \Delta T$

q : كمية الطاقة الحرارية بالجول J ، m : الكتلة بالغرام ، ΔT التغيير في درجة الحرارة $T_f - T_i$ ، يستخدم هذا القانون لايجاد كمية الطاقة الحرارية بوجود الحرارة النوعية وبالعكس وبتوفر الكتلة .

3. $q = C \times \Delta T$

يستخدم هذا القانون عند توفر السعة الحرارية ويطلب q او بالعكس .

حسابات المسعر الحراري

اذا ذكر في السؤال مسعر حراري فأننا نتبع الاتي في ايجاد الطاقة الحرارية :

1. نستخرج q الممتصة من قبل الماء وبأستخدام القانون :

$$q(H_2O) = \delta \times m \times \Delta T$$

ونضع اشارة سالب امام q لانها حرارة منبعثة .

2. نستخرج n (عدد المولات) المحترقة داخل المسعر الداخلي الصغير من خلال :

$$n = \frac{m}{M}$$

3. نقوم بقسمة $q(H_2O) -$ على n المحترقة لنجد q لمول واحد واذا كان المطلوبة q لمولين فأن الناتج يضرب $\times 2$.

لايجاد T من خلال معادلة كبس :

نستخدم $T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ}$:

	ΔG	ΔS	ΔH
نسخن التفاعل	−	+	+
نبرد التفاعل	−	−	−

حسابات الانثالبي

1. طريقة المعادلات :

A. نثبت معادلة الهدف ونوازنها .

B. نغير بقية المعادلات على ضوء معادلة الهدف ونجمع ونختصر ونستخرج الانثالبية .

2. من خلال قانون المجموع :

اذا اعطى عدة قيم ΔH_f° او ΔH_c° وطلب ΔH_r° فأننا نستخدم قانون المجموع :

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\, \Delta H_f^\circ{}_{\text{للناتج}} - \sum n\, \Delta H_f^\circ{}_{\text{للمتفاعل}}$$

3. من خلال القانون الرابط بين :

ΔH_f° او ΔH_c° $= \frac{\Delta H_r^\circ}{n}$

حسابات الانتروبي

1. $\Delta S^\circ_{vap} = \frac{\Delta H^\circ_{vap}}{T_b}$

T_b : درجة الغليان .

2. $\Delta S^\circ_{fus} = \frac{\Delta H^\circ_{fus}}{T_m}$

T_m : درجة الانصهار .

3. $85 = \frac{\Delta H^\circ_{vap}}{T_b}$

في حالة السوائل (تروتن) .

4. $\Delta S_r^\circ = \sum n\, S^\circ{}_{\text{للناتج}} - \sum n\, S^\circ{}_{\text{للمتفاعل}}$

عند وجود قيم ΔS .

5. $\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$

من خلال معادلة كبس .

إعداد الاستاذ : جمال الاسدي

خلاصة الاتزان الكيميائي

ايجاد K_c و K_p

1. بدلالة التراكيز المولارية $K_c = \frac{[\text{تراكيز النواتج}]^n}{[\text{تراكيز المتفاعل}]^n}$

اذا كانت هنالك M و aq .

2. بدلالة الضغوط الجزيئية $K_p = \frac{[\text{ضغوط جزيئية للناتج}]^n}{[\text{تضغوط جزيئية للمتفاعل}]^n}$

اذا توفرت غازات او ضغوط جوية atm و mmHg .

العلاقة بين K_c و K_p

1. $K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$
2. $K_p = K_c (RT)^{+\Delta n}$

تستخدم هذه القوانين عند توفر K_p ويطلب K_c او بالعكس .

تحديد الاتجاه للتفاعل

1. يمكن تحديد الاتجاه من خلال التراكيز الصفرية .
2. من خلال التراكيز العالية نحو الواطئة .
3. يمكن ان نحدّد الاتجاه من خلال حاصل التفاعل Q ومقارنته مع K_c :

$Q > Kc$ عكسي

$Q < Kc$ امامي

$Q = Kc$ متوازن

4. يمكن تحديد الاتجاه من خلال العبارات (المتفاعل ، المستهلك ، المتغير ، المتفكك ، المتحلل ، المتجزء ، النقصان) حيث يكون ذلك نقصان في المتفاعلات دائماً ونأخذ قيمة X المطلقة .
5. يمكن ان نحدّد الاتجاه من خلال الاستمرار في قراءة المعادلة ما بعد الاتزان هل هي في زيادة او نقصان .

ملاحظات حول K_c

1. عند قلب المعادلة المتزنة فأن K_c تصبح $\frac{1}{K_c}$.
2. عند ضرب المعادلة المتزنة في اي عدد فأن K_c ترفع لأس ذلك العدد .
3. عند قسمة المعادلة المتزنة فأن K_c تصبح تحت جذر ذلك المقدار.

قاعدة لو شاتلية

التراكيز

1. اضافة كمية للمتفاعل : ← امامي .
2. اضافة كمية للناتج : ← خلفي .
3. سحب كمية من المتفاعل يتجه بأتجاه المسحوب : ← خلفي .
4. سحب كمية من الناتج يتجه بأتجاه المسحوب : ← امامي .

K_c لا تتأثر .

الضغط والحجم

1. زيادة الضغط يتجه نحو الحـجوم الاقل .
2. تقليص الضغط يتجه نحو الحجوم الاكبر .
3. زيادة الحجم يتجه نحو الحجوم الاكبر .
4. نقصان الحجم يتجه نحو الحجوم الاقل .

K_c لا تتأثر .

الحرارة

التفاعل الباعث ΔH (–) :

أ. تسخين التفاعل يتجه نحو الماص ← .

ب. تبريد التفاعل يتجه نحو الباعث → .

التفاعل الماص ΔH (+) :

أ. تبريد التفاعل الماص يتجه نحو الباعث ← .

ب. تسخين التفاعل الماص يتجه نحو الماص → .

كل امامي K_c تزداد

كل عكسي K_c تقل

العامل المساعد

لا يؤثر على الاتجاه والثابت وانما يزيد من سرعة التفاعل .

العلاقة ما بين $\Delta G°$ وقيمة K_{eq}

1. $\Delta G = \Delta G° + RT\ Ln \frac{[\text{تراكيز النواتج}]^n}{[\text{تراكيز المتفاعل}]^n}$

يستخدم لايجاد التراكيز بدلالة ΔG .

2. $\Delta G° = -RT\ Ln\ K_{eq}$

يستخدم لايجاد الثابت بوجود $\Delta G°$ وبالعكس .

دائماً يجب ان نوحّد الوحدات :

$\Delta G° \rightarrow x\ 1000$ لتحويل من Kj الى J .

وكلما زادت قيمة K_{eq} كانت $\Delta G°$ سالبة (تلقائي) .

R : 8.314 J/K.mol .

إعداد الاستاذ : جمال الاسدي

خلاصة الفصل الثالث

مادة واحدة (تركيز واحد)

الحامض الضعيف

1. $Ka = \frac{[H^+]^2}{acid}$
2. درجة التفكك = $\frac{[H^+]}{acid}$
3. % = $\frac{[H^+] \times 100}{acid}$

او % = درجة التفكك × 100%

القاعدة الضعيفة

1. $Kb = \frac{[OH^-]^2}{base}$
2. درجة التفكك = $\frac{[OH^-]}{base}$
3. % = $\frac{[OH^-] \times 100}{base}$

او % = درجة التفكك × 100%

الاملاح

1. ملح قاعدي (ق ق + ح ض) :

$[H^+] = \sqrt{\frac{KwKa}{C}}$

$K_h = \frac{K_w}{K_a}$

او يمكن ان نستخدم :

$pH = \frac{1}{2}(pK_w + pK_a + Log\ C)$

2. ملح حامضي (ح ق + ق ض) :

$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \times C}{K_b}}$

$K_h = \frac{K_w}{K_b}$

او يمكن ان نستخدم :

$pH = \frac{1}{2}(pK_w - pK_b - Log\ C)$

الدالة الحامضية

1. $pH = -Log[H^+]$
2. $pOH = -Log[OH^-]$
3. $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$
4. $pH + pOH = 14$
5. $[H^+] = 10^{-pH}$
6. $[OH^-] = 10^{-pOH}$

$\Delta pH\ (pH_2 - pH_1)$



عند اضافة اي قاعدة وهنالك تغير في pH فأن $\Delta pH(+)$



عند اضافة اي حامض وهنالك تغير في pH فأن $\Delta pH(-)$

ثلاث تراكيز في اناء واحد

محلول منظم (بفر)

1. محلول منظم ناتج ح ض + ملحه + ح ق او ق ق :

$pH = pK_a + Log\frac{[salt]-[H]}{[acid]+[H]}$ (+OH / − OH)

2. محلول منظم ناتج (ق ض + ملحه + ح ق او ق ق) :

$pOH = pK_b + Log\frac{[salt]+[H]}{[base]-[H]}$ (− OH / +OH)

تستخدم هذه القوانين عند توفر 3 تراكيز في اناء واحد .

الذوبانية

1. K_{sp} يمثل حاصل ضرب تراكيز النواتج كل منها مرفوع لأس يمثل عدد المولات في معادلة الاتزان .
2. عندما يذكر pH في الذوبانية فأننا نستفيد من pH لأيجاد تركيز OH^- .
3. وجود الايون المشترك في الذوبانية يعمل على تقليل الذوبانية وزيادة الراسب .

تركيزان في آناء واحد

الايون المشترك (بفر)

1. ايون مشترك ناتج (ح ض + ملحه) :

$pH = pKa + Log\frac{salt}{acid}$

2. ايون مشترك ناتج (ق ض + ملحها) :

$pOH = pK_b + Log\frac{salt}{base}$

$pK_b = -LogK_a$

وهنالك قوانين تستخدم عندما يطلب تأثير مادة على مادة :

$[H] = K_a \times \frac{[acid]}{[salt]}$

$[OH] = K_b \times \frac{base}{salt}$

ملاحظات مهمة

1. هنالك حالات التعادل تحصل من اضافة ح ق + ق ض بتركيز اعلى حيث يتكون ايون مشترك فنستخد قانون : $pOH = pK_b + Log\frac{salt}{base}$ واذا كانت التراكيز المضافة متساوية فلا يتشكل ايون مشترك وانما ملح ونستخدم قوانين الملح .
2. الاضافات القوية (ح ق ← ح ق)(ق ق ← ق ق)(ح ق ← ق ق) فأننا نجمع H لكل حامض ونستخرج pH بعد الجمع وكذلك OH اما اذا كانت ح ق مضاف الى ق ق نطرح التركيز الاعلى من الاقل .
3. اذا طلب في السؤال عدد الغرامات او الكتلة الغرامية نستخدم : $M = \frac{m}{M} \times \frac{1}{VL}$ و $M = \frac{m}{M} \times \frac{1000}{mL}$

إعداد الاستاذ : جمال الاسدي

خلاصة الكيمياء الكهربائية

الاكسدة	الاختزال
1. عملية فقدان الالكترونات يتبعها زيادة في اعداد التأكسد : $Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$	1. عملية اكتساب الالكترونات يتبعها نقصان في اعداد التأكسد : $Cu^{+2} + 2e \rightarrow Cu$
2. يسمى الفلز الذي تحصل عنده الاكسدة عامل مختزل .	2. يسمى الفلز الذي يحصل عنده الاختزال عامل مؤكسد .
3. تحصل عملية الاكسدة عند الانود .	3. تحصل عملية الاختزال عند الكاثود .

تحديد الانود والكاثود

1. اذا اعطى بالسؤال معادلة الخلية يمكن من خلالها تحديد الانود والكاثود .
2. اذا اعطى تعبير عن الخلية كتابة يمكن معرفة الانود والكاثود .
3. اذا اعطى جهود اختزال فأن اعلى قيمة تمثل الكاثود واقل قيمة تمثل الانود وتقلب الاشارة .

الانود	الكاثود
اكسدة	اختزال
استهلاك	زيادة وزن
تآكل	تحرر
ذوبان	ترسيب
قطعة	تراكم
سلك	

عملية حفظ المحاليل

اذا اعطى بالسؤال محلول ما وطلب حفظه في اناء ما فأننا :

1. نأخذ الاناء ونجعله انوداً .
2. نأخذ المحلول ونجعله كاثوداً .
3. نجمع $E°_{cell}$
   - + تلقائي لا يمكن الحفظ
   - − لا تلقائي يمكن الحفظ

معادلة نيرنست

$$E = E°_{cell} - \frac{0.026}{n} Ln \frac{(\text{تراكيز نواتج})^n}{(\text{تراكيز متفاعل})^n}$$

تستخدم هذه المعادلة عند توفر تراكيز مولارية وبوجود $E°_{cell}$.

تحديد حصول التفاعل

اذا طلب في السؤال (هل يحصل تفاعل ما ام لا ؟) فأننا نفتح الاقطاب ونستخرج :

$E°_{cell}$
- + تلقائي يحصل
- − لا تلقائي لا يحصل

قوانين فراداي

1. $Q_{mole.e} = \frac{I \times t}{96500}$

عند وجود تيار وزمن .

2. $Q = n \times e^-$

ولايجاد n خمس طرق :

1. $n = \frac{m}{M}$

اذا توفرت غرامات وكتلة مولية M .

2. $n = MV$

عند وجود تركيز مولاري وحجم .

3. $n = \frac{PV}{RT}$

عند توفر ضغط وحجم .

4. $n = \frac{V \text{ حجم الغاز}}{22.4}$

عند وجود حجم مولي .

5. $n = \frac{N}{6.023 \times 10^{23}}$

عند وجود عدد الذرات او الجزيئات .

العلاقة بين $\Delta G°$ و K_{eq} و $E°_{cell}$

1. $\Delta G° = -nFE°_{cell}$

في ظروف قياسية وعند توفر $E°_{cell}$.

2. $\Delta G = -nFE_{cell}$

في ظروف غير قياسية .

3. $E°_{cell} = \frac{0.026}{n} Ln K_{eq}$

لايجاد الثابت بوجود $E°_{cell}$.

إعداد الاستاذ : جمال الاسدي

خلاصة الكيمياء التناسقية

المركبات المعقدة	الاملاح المزدوجة
1. المركب المعقد هو مركب اضافة مستقر ولكنه لا يعطي كافة الايونات المكونة له عند ذوبانه بالماء .	1. الملح المزدوج هو مركب اضافة مستقر يعطي عند اذابته بالماء كافة الايونات المكونة له .
2. تختفي صفات بعض الايونات .	2. يحتفظ كل آيون بصفاته المستقلة .
3. مثال المركب المعقد كبريتات رباعي امين النحاس : $[Cu(NH_3)_4]^{+2}SO_4^{-2}$	3. مثال الاملاح المزدوجة ملح مور كبريتات الحديد كبريتات الامونيوم : $FeSO_4(NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$

ايجاد العدد التأكسدي والعدد التناسقي

1. العدد التأكسدي يأتي من مجموع الاعداد التأكسدية = 0 اذا متعادل / شحنة المركب
2. العدد التناسقي يأتي من عدد الليكندات × عدد المخالب . اذا كان يحمل شحنة

الليكندات الضاغطة

الليكند	رمزه الكيميائي	عدد التأكسد	عدد المخالب
الامونيا	NH_3	0	احادي المخلب
كاربونيل	CO	0	احادي المخلب
نايترو (نيترو)	NO_2^{-1}	−1	احادي المخلب
أثيلين داي أمين	en	0	ثنائي المخلب
بريدين	C_5H_5N (py)	0	احادي المخلب
ثنائي مثيل كلايكوسيماتو	dmg^{-1}	−1	ثنائي المخلب
سيانو	CN^{-1}	−1	احادي المخلب

الليكندات السالبة

الليكند	رمزه الكيميائي	عدد التأكسد	عدد المخالب
كلورو	Cl^{-1}	−1	احادي المخلب
برومو	Br^{-1}	−1	احادي المخلب
يودو	I^{-1}	−1	احادي المخلب
فلورو	F^{-1}	−1	احادي المخلب
سيانو	CN^{-1}	−1	احادي المخلب
أزيدو	N_3^{-1}	−1	احادي المخلب
ثايوسيانو	SCN^{-1}	−1	احادي المخلب
خلاتو	CH_3COO^{-1}	−1	احادي المخلب
هيدروكسو	OH^{-1}	−1	احادي المخلب
نايترو (نيترو)	NO_2^{-1}	−1	احادي المخلب
نتراتو	NO_3^{-1}	−1	ثنائي المخلب
ثنائي مثيل كلايكوسيماتو	dmg^{-1}	−1	ثنائي المخلب
كاربوناتو	CO_3^{-2}	−2	ثنائي المخلب
اوكزالاتو	$C_2O_4^{-2}$	−2	ثنائي المخلب

اذا كان العدد الذري للفلز المركزي من 39 ← 79 يعتبر الليكند ضاغط بغض النظر عن كونه ضاغط او غير ضاغط .

الليكندات المتعادلة

الليكند	رمزه الكيميائي	عدد التأكسد	عدد المخالب
أكوا	H_2O	0	احادي المخلب
الأمين	NH_3	0	احادي المخلب
كاربونيل	CO	0	احادي المخلب
نايتروسيل	NO	0	احادي المخلب
بريدين	C_5H_5N	0	احادي المخلب
أثيلين ثنائي أمين	en	0	ثنائي المخلب
الاثيلين	C_2H_4	0	ثنائي المخلب
اليوريا	$(NH_2)_2CO$	0	احادي المخلب

ايجاد العدد الذري الفعال EAN

1. نضع الذرة مع عددها الذري .
2. نحدد العدد التأكسدي للذرة المركزية .
3. نجد عدد الالكترونات في الليكند .
4. نستخرج العدد بعد الجمع اذا كان مشابهاً لأحد الاعداد الذرية للعناصر النبيلة ($_{86}Rn$, $_{54}Xe$, $_{36}Kr$) فهو تنطبق عليه القاعدة .

الليكندات الكليتية

تلك الليكندات التي تحوي على اكثر من ذرتين او ثلاث او اربع ذرات لها القابلية على الارتباط بالذرة المركزية للفلز اي تحوي اكثر من مزدوجين الكترونين قابلة للمشاركة مع الاوربتال مثل EDTA ، حيث تمثل ليكندات سداسية المخلب لأحتوائها على ست ذرات قابلة على الارتباط التناسقي .

تسمية المعقدات التناسقية

1. نبدأ تسمية خارج المجال بدون وضع الارقام التي امامها .
2. ندخل داخل المجال وتسمى الليكندات :
   - A. امين NH_3 .
   - B. اكوا H_2O .
   - C. الايون السالب .
   - D. الايون المتعادل .
3. نسمي الفلز المركزي اذا كانت بعد فلز يضاف له (آت) .
4. كذلك يضاف (آت) اذا كان ايون سالب .
   اما اذا كان ايون موجب فيبقى الفلز كما هو .
5. اذا كان الليكند ثنائي المخلب بدل ثنائي نسمي بس ، ثلاثي نسمي ترس .

نظريات التآصر

1. نظرية اصرة التكافؤ VBT .
2. نظرية المجال البلوري CFT .
3. نظرية الاوربتال الجزيئي MOT .

نظرية آصرة التكافؤ VBT

تلك النظرية التي تنشأ من تفاعل حامض لويس الفلز وقاعدة لويس الليكند حيث تتكون اصرة تناسقية وتعتمد هذه النظرية على التهجين الاوربتالي اي تداخل الاوربتالات الذرية لينتج اوربتالات مهجنة .